



**Profesor
Miguel Zavala**



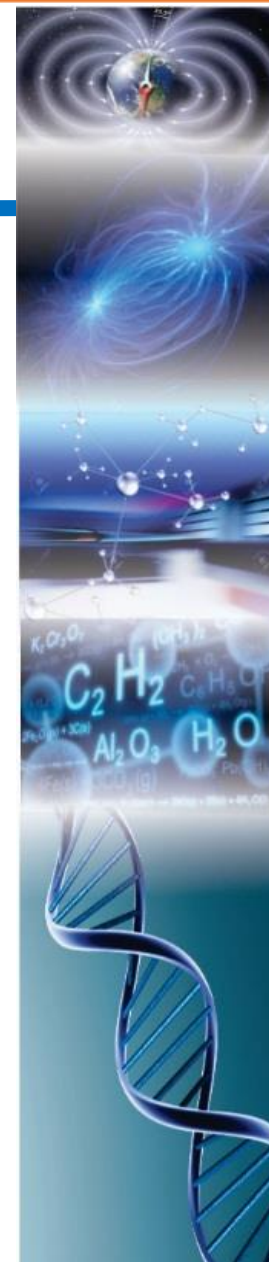
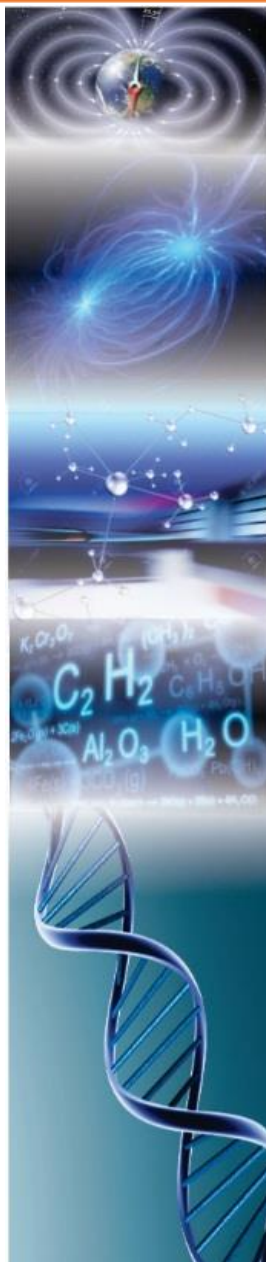
QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

DISPERSIONES

Suspensiones

Coloides - Soluciones

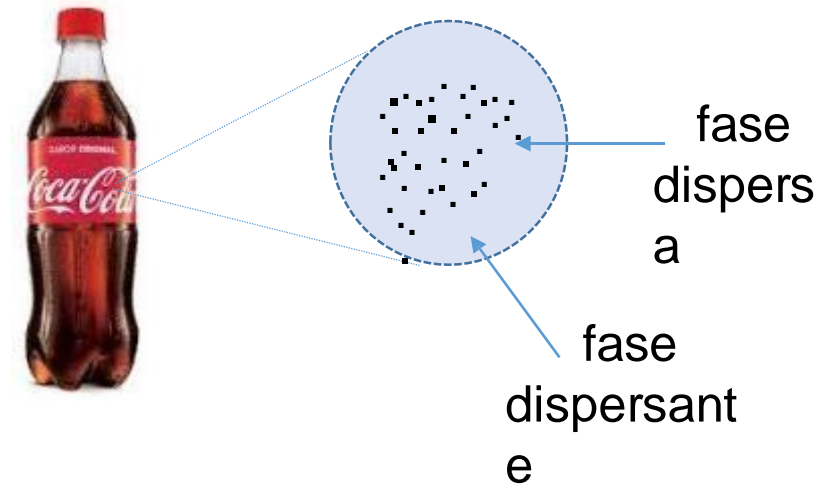


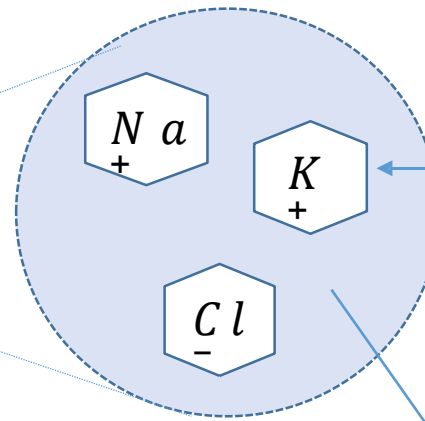
CONCEPTO

Son mezclas de dos o más sustancias en proporción variable donde cada componente conserva su identidad. La sustancia que se distribuye o dispersa en el seno de otra sustancia se denomina fase dispersa o discontinua (por lo general, esta en menor cantidad), y la sustancia donde se produce la dispersión se denomina fase dispersante o continua (por lo general, esta en mayor cantidad).

Características:

- Sus componentes conservan sus propiedades ya que no hay reacción química en su formación.
- No presentan composición definida.
- No presentan fórmula química.
- Sus componentes se pueden separar por medios físicos: destilación, filtración.





No hay reacción química entre sus componentes (no se altera su identidad)

Fase dispersa, llamada también fase discontinua, generalmente se encuentra en menor cantidad en el medio disuelto : s

Fase dispersante, llamada también fase continua, esta en mayor cantidad: agua tratada

NOTA: toda dispersión es una mezcla, pero no toda mezcla es un sistema disperso, ejemplo: aceite con agua, aceite vegetal con alcohol metílico, kerosene con agua destilada, etc (ósea un líquido inmiscible en otro no es un sistema disperso)



aceite
e
agua

No es un sistema

SISTEMAS DISPERSOS

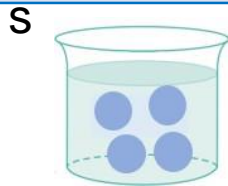
SISTEMAS DISPERSOS

Son reuniones físicas donde una o más sustancias se encuentran disgregadas en el interior de otra sustancia

Se clasifican en base al tamaño al tamaño de partícula de la fase dispersa

Dispersiones heterogéneas

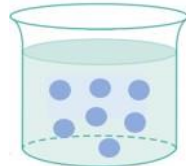
Suspensiones



Poca afinidad
entre
sustancias

Tamaño de
partículas > 1000
nm dispersas

Coloides

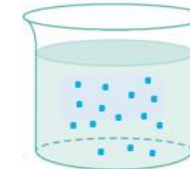


Mayor afinidad
entre sustancias
comparado con
las
suspensiones

Tamaño de
partículas < 1000
nm

Dispersiones homogéneas

Soluciones



Gran afinidad
entre
sustancias
dispersas y sustancia
dispersora

Sustancias
dispersas
soluto

Tamaño de partículas
dispersa < 1 nm

solvent

CLASIFICACIÓN DE LAS DISPERSIONES

características	HETEROGÉNEA		HOMOGENEA
	Suspensión	Coloide	Solución
Partículas dispersas	Partícula ordinaria	Partículas coloidal, micela, macromolécula	Átomos, iones o molécula
Tamaño (d)	$d > 1000 \text{ nm}$	$1 \text{ nm} < d < 1000 \text{ nm}$	$d < 1 \text{ nm}$
Visibilidad	Simple vista	Si, ante el ultramicroscopio	No observable
Sedimentación	si	no	no
Método de separación	Filtración, decantación, Las partículas son retenidas por las membranas y los papeles filtro.	Electroforesis, ultracentrifugación, diálisis, coagulación. Pasan a través de filtros, pero no de membranas	Destilación, evaporación. Pasan a través de filtros y membranas
Movimiento	Tiene movimiento solo por gravedad	Movimiento browniano	Movimiento molecular
Paso de la luz	Son opacas, a menudo translucidas	Pueden ser transparentes, a menudo translucidos u opacos, efecto Tyndall	Transparente, no presenta efecto Tyndall

SUSPENSIONES

Las suspensiones son dispersiones heterogéneas en donde la fase dispersa se puede observar a simple vista (son mezclas macroheterogéneas).

La gravedad afecta a las partículas dispersas, estas se depositan al fondo del recipiente (sedimentación).

Los componentes de las suspensiones pueden separarse por medio de centrifugación, decantación y filtración. Las suspensiones no atraviesan los filtros y se enturbian al agitarlas.

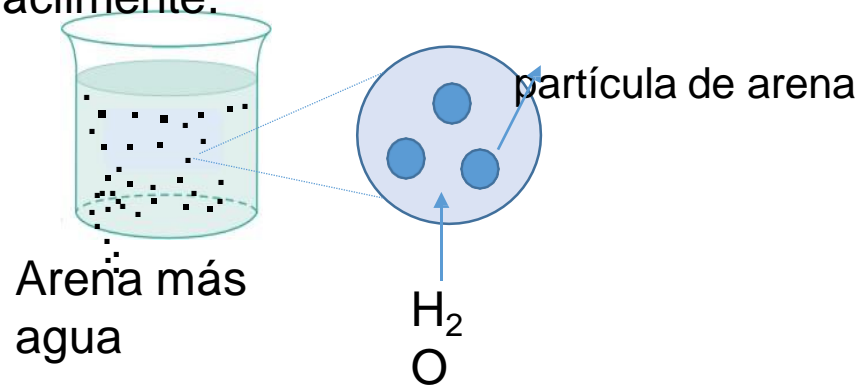


Ejemplos: néctar, agua con cocoa, agua y arcilla, agua servidas, jugos naturales, algunos jarabes, mvlanta, leche de magnesio y granito, entre otros



SUSPENSIONES

Las **mezclas heterogéneas** pueden ser suspensiones o coloides. Las **suspensiones** son mezclas en las que se aprecia fácilmente la separación de las fases y, si se deja reposo las partículas de la fase dispersa, sedimentan fácilmente.

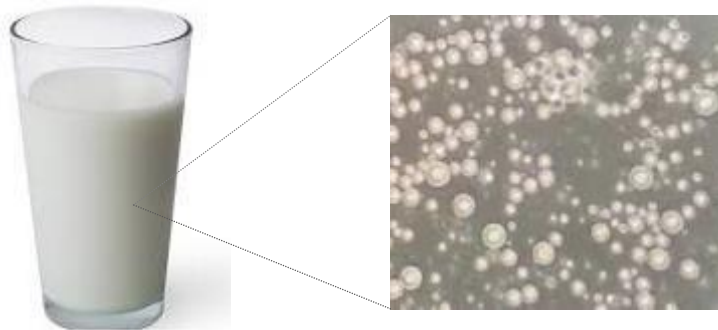


Jugo de
frutas



Leche de
magnesia

Los **coloides** son mezclas microheterogéneas a diferencia de las suspensiones, las partículas de la fase dispersa (la que está en menor cantidad) no sedimentan.



Vaso de
leche



Mayones
a



Gelatin

En química, un coloide es un sistema físico compuesto por dos fases: continua

(normalmente sólida) y (dispersa) (en forma de partículas), por lo general por no ser apreciables a simple vista.

El nombre de coloide proviene de la raíz griega *kolos*, que significa “puede pegarse”. Este nombre hace referencia a una de las principales propiedades de los coloides: su tendencia espontanea a formar coágulos.

CARACTERÍSTICAS

- Se trata de partículas que no son apreciables a simple vista, pero son mucho más grandes que cualquier molécula simple.
- Las micelas o partículas coloidales, debido a su enorme superficie, adsorben algunos iones existentes en la mezcla, lo que al unirse a la partícula coloidal le comunican su carga eléctrica.
- Con la ayuda de un ultramicroscopio, se puede ver el movimiento de las partículas coloidales. Estas al ser observadas se mueven erráticamente describiendo un zigzag. A este movimiento errático, se le conoce como el movimiento browniano, ya que el botánico inglés Robert Brown, en 1827,

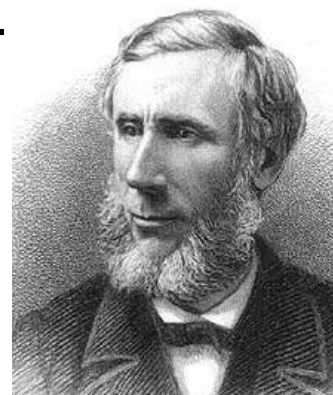


RECONOCIMIENTO DE COLOIDES

Mediante el efecto Tyndall, cuando un rayo de luz entra a una habitación por la mañana, a menudo se distingue, reflejado por la luz, partículas de polvo suspendidas. De este mismo modo, si un rayo de luz atraviesa un coloide, aparentemente transparente, las partículas coloidales reflejarán la luz de manera que esta mezcla la parezca nublada.



Este fenómeno descubierto por Michael Faraday, fue investigado por J. Tyndall, en 1866, por ello a este efecto se le conoce como **efecto Tyndall**. En si este efecto se da siempre que se hace pasar un fino haz de luz a través de un sistema coloidal, y las partículas coloidales se ven en el haz de luz como pequeñas reflexiones de la luz.



Quinto tipo de coloides se experimenta con el efecto Tyndall debido a que su fase dispersante es sólida y esto no permite dicho

PROPIEDADES GENERALES DE LOS COLOIDES

Efecto Tyndall



Consiste en que un haz luminoso se hace visible cuando atraviesa un sistema coloidal.

Este fenómeno se debe a que las partículas coloidales dispersan la luz en todas las direcciones haciéndola visible.

Cuanto mayor es el diámetro

Movimiento Browniano



Esquema que representa el movimiento errático que sigue una partícula browniana dentro de un fluido.



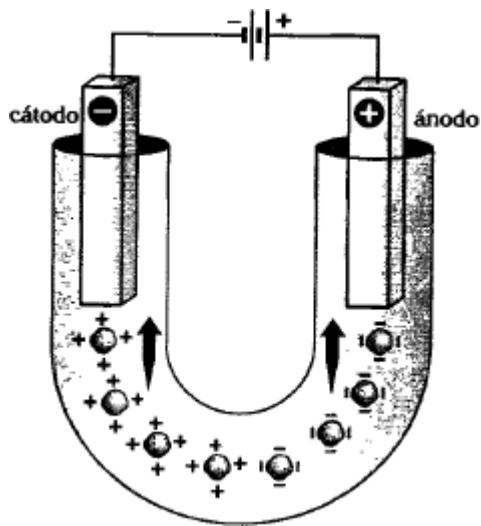
Si colocamos una gota de tinta china en un vaso de agua observamos que las partículas se difunden aleatoriamente (al azar).

El movimiento en zig-zag o desordenado de dichas partículas coloidales es debido al bombardeo o choque con las moléculas del medio dispersante y aumenta con la temperatura.

Esta propiedad varía en relación inversa al tamaño y peso de las partículas dispersas.

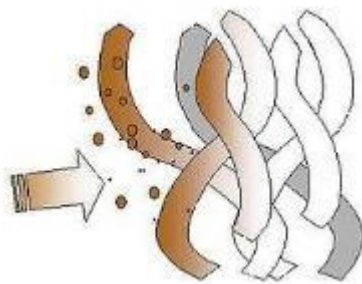
Este movimiento impide que las

Electrofóresis



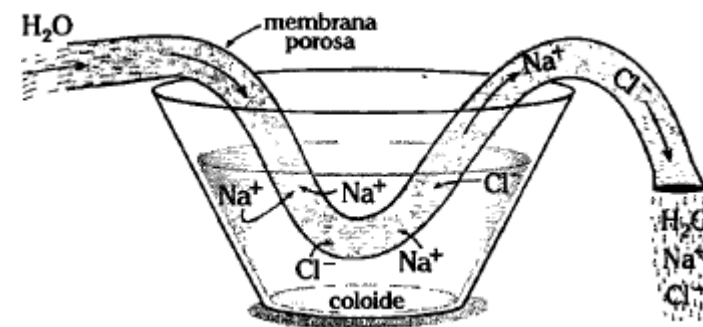
Es el desplazamiento de partículas coloidales cargadas por acción de un campo eléctrico

Adsorción



Debido a su gran área superficial las partículas coloidales tienen la capacidad de adherir ciertas partículas (iones o moléculas) a su superficie

Diálisis



En los coloides, la diálisis permite purificar el sistema coloidal, puesto que se eliminan iones y otras moléculas pequeñas consideradas impurezas.

Se utilizan como membranas dialíticas, el celofán y las membranas

Un caso muy importante sobre diálisis se da en la purificación de la sangre que se efectúa en el riñón. Los riñones filtran cerca del 25 % de la sangre cada minuto para eliminar las impurezas o productos residuales indeseables.

CLASIFICACIÓN SEGÚN SU ESTADO FÍSICO

Por su estado físico existen **ocho** tipos de dispersiones coloidales debido a que la fase dispersa como la dispersante puede ser un gas, un líquido o un sólido. Las dos fases no pueden ser gaseosas, puesto que en este caso se trataría de una solución gaseosa. Ejemplos:



Spray
(aerosol)



Mayones
a
(emulsión)



Leche
(emulsión)

Recuerde que

- La forma de las partículas coloidales es variable y que una partícula coloidal puede estar formada por una sola molécula como el almidón, hemoglobina, etc.
- El efecto Tyndall se presenta porque las partículas coloidales son casi del mismo tamaño que la longitud de onda de la luz visible (400 a 700 nm) que choca con ellas.

CLASIFICACIÓN SEGÚN SU ESTADO FÍSICO

Fase dispersa	Fase dispersante	Nombre o tipo	Ejemplos de coloides
Sólido	Sólido	Sol sólido	Diamante negro, piedras preciosas (rubí, topacio, esmeralda, etc), algunos aceros, porcelanas, etc
Líquido		Emulsión sólida o gel	Queso, mantequilla, gelatina, clara de huevo, ópalo, geles para el cabello, perlas, jaleas.
Gas		Espuma sólida	Piedra pómez, esponja, tecnopor, lava, mashmelos, malvavisco, caucho.
Sólido	Líquido	Sol	Pintura, engrudo, pasta dental, oro y cobre coloidal, tinta china, pudines, sílice coloidal, sangre, plasma sanguíneo, pastas.
Líquido		Emulsión	Mayonesa, leche, cremas faciales, aderezos de ensaladas.
Gas		Espuma	Nata batida, crema batida, espuma de afeitar, espuma de cerveza, detergente
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Humo, polvos, virus en aire.
Líquido		Aerosol	Niebla, neblina, spray-aerosoles, bruma, nube, roció, humedad, desodorante en spray.

De la tabla se concluye que muchos cuerpos materiales que tenemos en casa o que alguna vez hemos visto son sistemas dispersos del tipo coloide.



Rubí (sol
sólido)



sólida)



Esponja (espuma
sólida)



Pintura
(sol)



Leche
(emulsión)



Espuma de
rasurar
(espuma)



Humo (aerosol)



Spray
(aerosol)



PARTÍCULAS COLOIDALES

Según su afinidad con el medio dispersante

LIÓFIL
OS

Las partículas de la fase dispersa tiene gran afinidad con la fase dispersante.

LIÓFOB
OS

Las partículas de la fase dispersa no tienen gran afinidad con la fase dispersante.

Si la fase dispersante es el agua

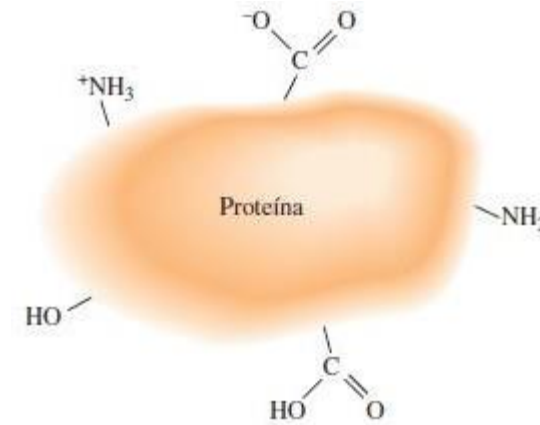
COLOIDE
HIDROFÍLICO

Tienen gran afinidad con el agua, son muy estables. Ej: la gelatina, la hemoglobina, albumina (clara de huevo), miel de aveja.

COLOIDE
HIDROFÓBICO

No tienen afinidad con el agua, no son estables. Se pueden estabilizar por adsorción de iones en su superficie o la acción de agentes emulsificantes (como jabones o detergentes).

Los **coloides hidrofílicos** son disoluciones que contienen moléculas muy grandes, como proteínas. En la fase acuosa, una proteína como la hemoglobina se pliega de tal forma que las partes hidrofílicas de la molécula, las partes capaces de formar interacciones favorables con las moléculas de agua a través de fuerzas ion-dipolo o mediante formación de puentes de hidrógeno, se encuentran en la parte externa



Los **coloides hidrofóbicos** se pueden estabilizar mediante adsorción de iones en su superficie, como se muestra en la figura. Estos iones adsorbidos pueden interactuar con el agua y así estabilizar el coloide. Al mismo tiempo, la repulsión mutua entre partículas coloidales con iones adsorbidos que tienen la misma carga evita que las partículas choquen y se hagan más grandes.

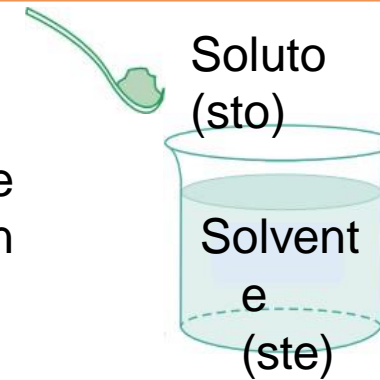
La leche, dispersión de grasa en agua es un ejemplo de coloide hidrofóbico.



Llamadas también disoluciones.

Conceptos (son básicos) en cualquier posición de ella. Los componentes que las constituyen se muestran en la siguiente tabla:

Son sistemas dispersos cuyas propiedades dependen de ella.



Solvente o disolvente (ste)	Solut o (sto)
<ul style="list-style-type: none"> Es la fase dispersante o dispersora Generalmente, se halla en mayor proporción. Define el estado físico de la solución. <p>Ejemplos: Agua (solución acuosa), benceno, tetracloruro de carbono, entre otros</p>	<ul style="list-style-type: none"> Es la fase dispersa. Generalmente, se halla en menor proporción. Define la concentración y el nombre de la solución. <p>Ejemplos: Glucosa, sal, alcohol, entre otros.</p>

Toda solución esta constituida por solo un solvente que puede albergar dos o más solutos.

$$\text{Solución} = \text{ste} + \text{sto}_{(1)} + \text{sto}_{(2)} + \text{sto}_{(3)} + \dots + \text{sto}_{(n)}$$

CLASIFICACIÓN

a) Por el número de componentes:

1 sto + 1 ste : solución binaria

2 sto + 1 ste : solución ternaria

3 sto + 1 ste : solución
cuaternaria



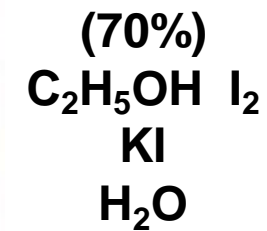
solución
binaria






solución
ternaria



solución
cuaternaria



b) Por su estado físico o estado de agregación : está determinado por el estado físico del solvente

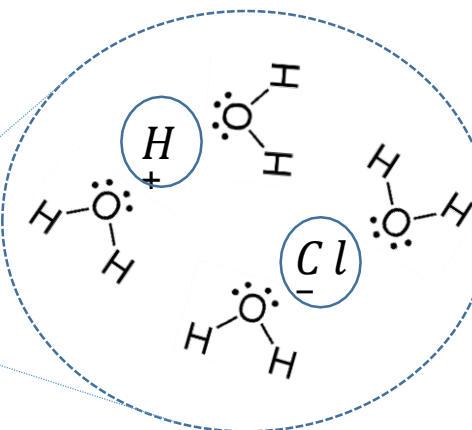
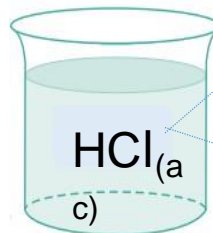
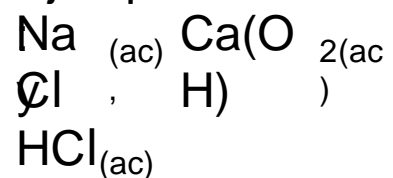
Soluto	Solvente	Solución	Ejemplos de solución
sólido	Sólido	Sólida 	Aleaciones: bronce (Sn/Cu), latón (Zn/Cu)
líquido			Amalgama: Hg/Au, Hg/Ag
gaseoso			Oclusión: H_2/Pd , H_2/Pt
sólido	Líquido	Líquida 	Salmuera ($H_2O/NaCl$), soda caustica ($NaOH/H_2O$).
líquido			Vinagre (CH_3COOH/H_2O), agua oxigenada (H_2O_2/H_2O).
gaseoso			Bebidas gasificadas (CO_2/H_2O , ácido muriático (HCl/H_2O))
sólido	Gaseoso	Gaseosa 	Naftalina en aire, yodo en aire
líquido			Aire húmedo (aire seco + vapor de agua)

c) Por su conductividad eléctrica o naturaleza del soluto:

Soluciones iónicas

El soluto está disociado en iones debido al proceso de solvatación. Por ello, son conductoras de la corriente eléctrica

Ejemplo

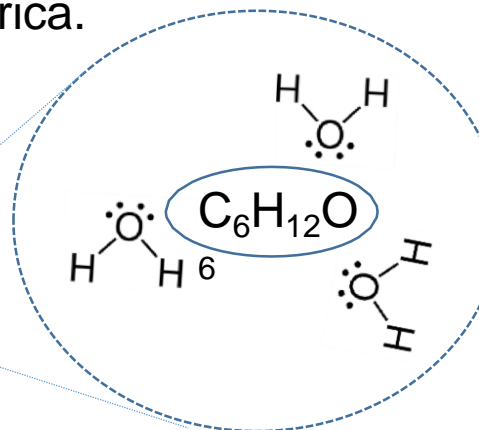
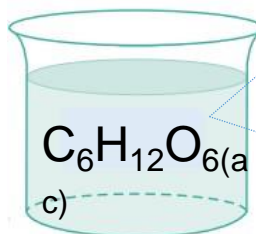
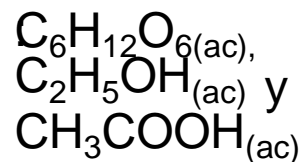


Solvatación iónica, el solvente rodea iones

Soluciones moleculares

El soluto está disgregado en el solvente como moléculas, por ello son malos conductores de la corriente eléctrica.

Ejemplo



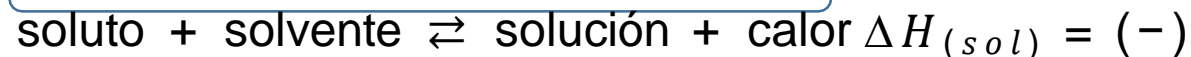
Solvatación molecular, el solvente rodea moléculas

d) Por su entalpia de disolución:

Como se ha visto en el proceso de dispersión, en la formación de una solución puede haber absorción o emisión de calor, de acuerdo a esto hay soluciones exotérmicas y endotérmicas.

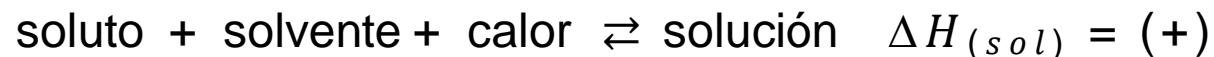
Soluciones exotérmicas

Se produce cuando la interacción soluto – solvente es más fuerte que la interacción soluto – soluto y solvente – solvente, de tal forma que libera calor. En este caso el proceso de disolución es favorable. Ejemplo: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \Delta H = -75,6 \text{ kJ/mol}$



Soluciones endotérmicas

Se produce cuando la interacción soluto – solvente es menor que la interacción soluto – soluto y solvente – solvente, de tal forma que la absorción de calor favorece a la disolución. En tal caso, el proceso de la disolución es desfavorable, sin embargo se forma la solución debido a que el soluto busca un estado de mayor entropía.



e) Por la cantidad de soluto:

Solución diluida

Contiene pequeñas cantidades de soluto respecto a la máxima cantidad permitida



5
%V



3
%V

Solución concentrada

Contiene una cantidad considerable de soluto respecto a la máxima



Solución saturada

Tiene la mayor cantidad posible de soluto para una temperatura y presión dadas. En ella existe un equilibrio entre el soluto y el solvente.

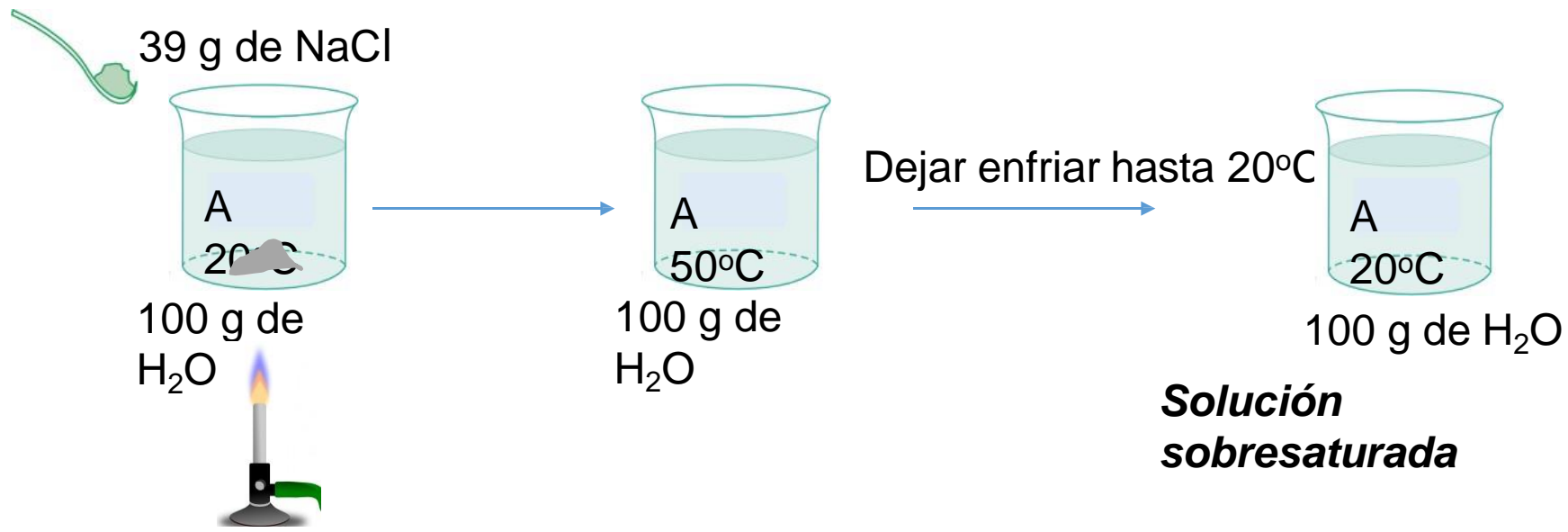
NOTA: así como hay soluciones saturadas, también hay soluciones insaturadas las cuales pueden ser diluidas o concentradas.

Ahora para entender todo esto veamos el concepto de solubilidad

Solución sobresaturada

Solución que contiene algo más de soluto disuelto que la correspondiente solución saturada, a la misma temperatura. Son sistemas metaestables, en los que ante la menor perturbación el soluto cristaliza o solidifica, obteniéndose una solución saturada con soluto no disuelto.

Una solución sobresaturada no es estable, no se logra en forma espontánea ya que contiene más soluto de lo permitido a una temperatura dada. Primero se debe calentar para que el soluto que está en exceso se disuelva y luego se debe enfriar lentamente (hasta la temperatura dada), para que el exceso quede disuelto y no precipite.



SOLUBILIDAD ($S_{sto}^{T^{\circ}C}$)

Es una propiedad física intensiva que indica la cantidad máxima de soluto (en gramos) que se puede disolver en 100 g de solvente (generalmente, el agua) a una determinada temperatura. En consecuencia, indica la concentración de una solución saturada.

$$S_{sto}^{T^{\circ}C} = \frac{m_{\max} \text{ de soluto (g)}}{100 \text{ g o } 100 \text{ mL de H}_2\text{O}}$$

La solubilidad se calcula experimentalmente.

Por ejemplo, experimentalmente a 20°C, en 100 g de H₂O (≈100 mL) se disuelve como máximo hasta 36 g de NaCl

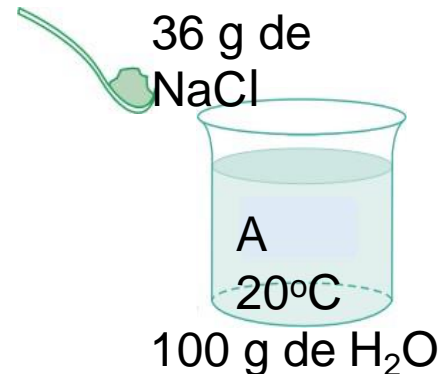
$$\rightarrow S_{NaCl}^{20^{\circ}C} = \frac{36 \text{ g st}}{100 \text{ g st e}}$$



Solución diluida



Solución concentrada



Solución saturada

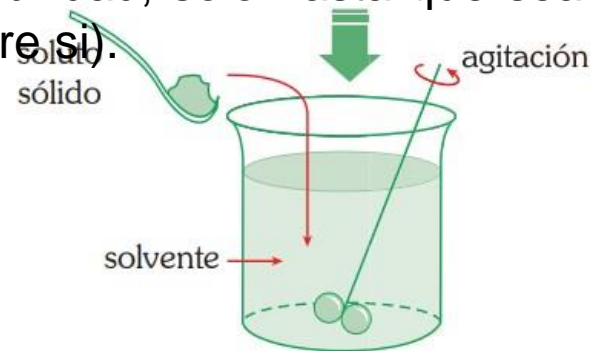
FACTORES QUE MODIFICAN LA SOLUBILIDAD PARA SOLUTOS SÓLIDOS Y GASEOSOS

Los factores que la modifican son, principalmente la temperatura, la presión y la naturaleza del soluto y del solvente.

1. TEMPERATURA

Este factor solo modifica la solubilidad de solutos sólidos y gaseosos, los líquidos no sufren ninguna alteración en su solubilidad, solo hasta que sean miscibles entre sí (que se mezclen o solubles entre sí).

Muchos sólidos iónicos se disuelven en procesos endotérmicos. Su solubilidad en agua suele aumentar conforme se suministra calor y aumenta la temperatura.

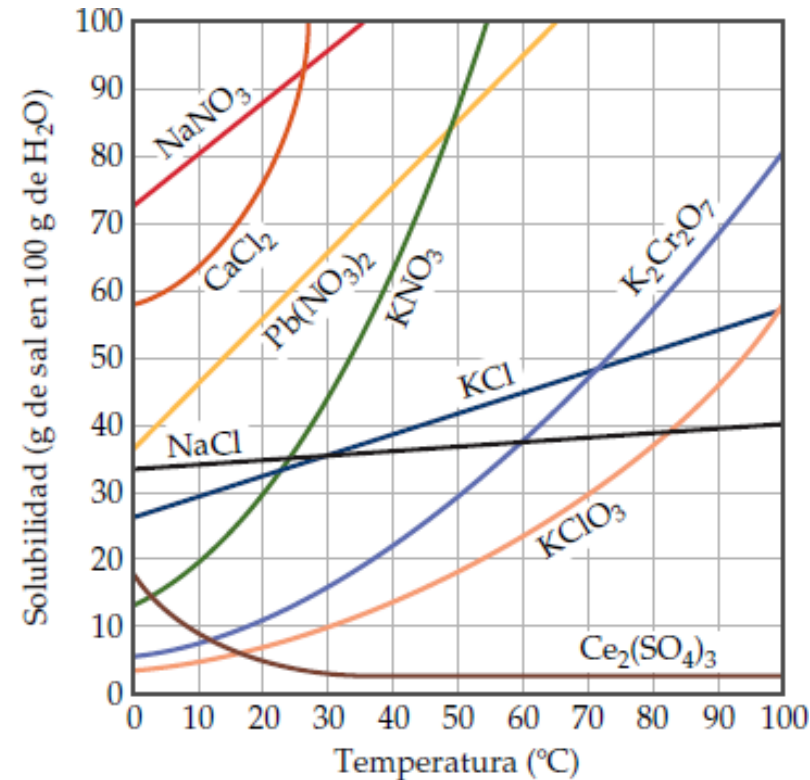


soluto + solvente + calor \rightarrow solución

Proceso endotérmico
 más calor \rightarrow mayor temperatura \rightarrow mayor cantidad de soluto disuelto \rightarrow mayor solubilidad

SOLUCIONES

Curva de solubilidad de algunas sales



Algunos sólidos como el sulfato de cerio ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$), el sulfato de litio (Li_2SO_4) y muchos gases y líquidos, se disuelven en procesos exotérmicos. Su solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.

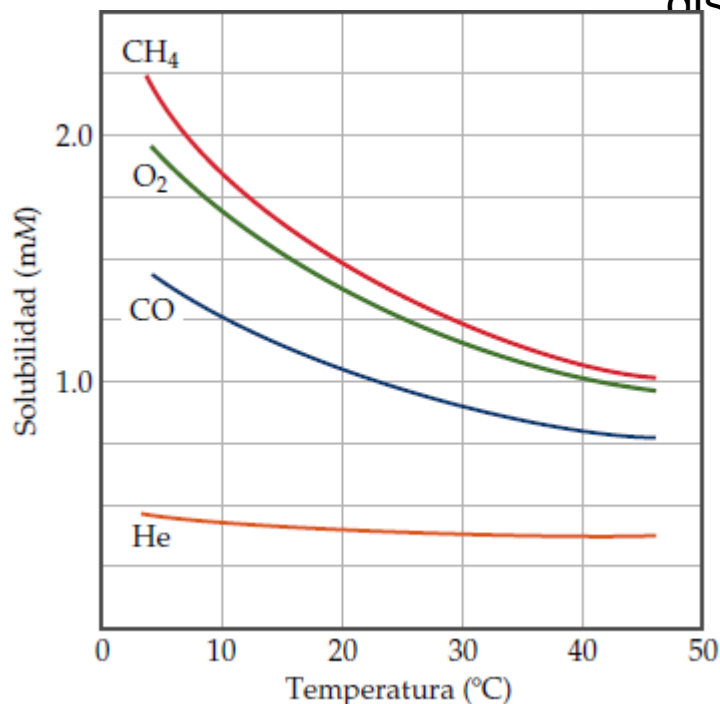
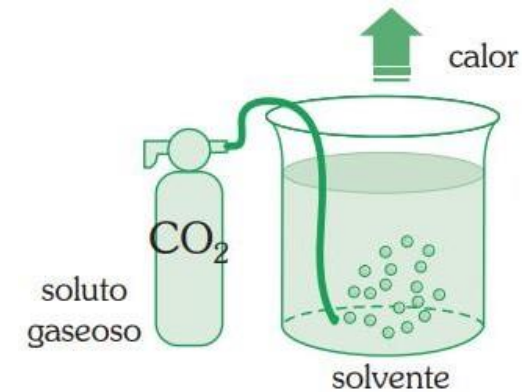
Solubilidad $\xrightarrow[\text{inversa (caso)}]{\text{Variación}}$ temperatura

En caso que tengamos un **soluto gaseoso** y un disolvente líquido, la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.

soluto + solvente → solución + calor

Proceso exotérmico

menos
→ calor
menor
temperatura
→ mayor cantidad
de soluto
a disolver
→ mayor
solubilidad



Para **solutos gaseosos**, la solubilidad varia en forma inversa con la temperatura, generalmente. Este hecho se explica de la siguiente manera: al aumentar la temperatura, se incrementa la energía cinética de las moléculas gaseosas, estas abandonan el disolvente, por lo tanto la cantidad de gas disuelto en la solución es menor, o sea, la solubilidad del gas ha disminuido.



Durante el fenómeno del niño en nuestro país, por ~~asfixia~~ ~~con~~ falta de ~~muchos~~ ~~oxígeno~~. ~~aumentada~~ ~~de~~ temperatura del ~~Al~~ mar solubilidad de O_2 la disminuye

Cuando se quita la tapa, la presión sobre la bebida es 1 atm, como la presión disminuye la solubilidad del gas también, por ende el exceso de gas escapa o sale de la bebida.



2. PRESIÓN

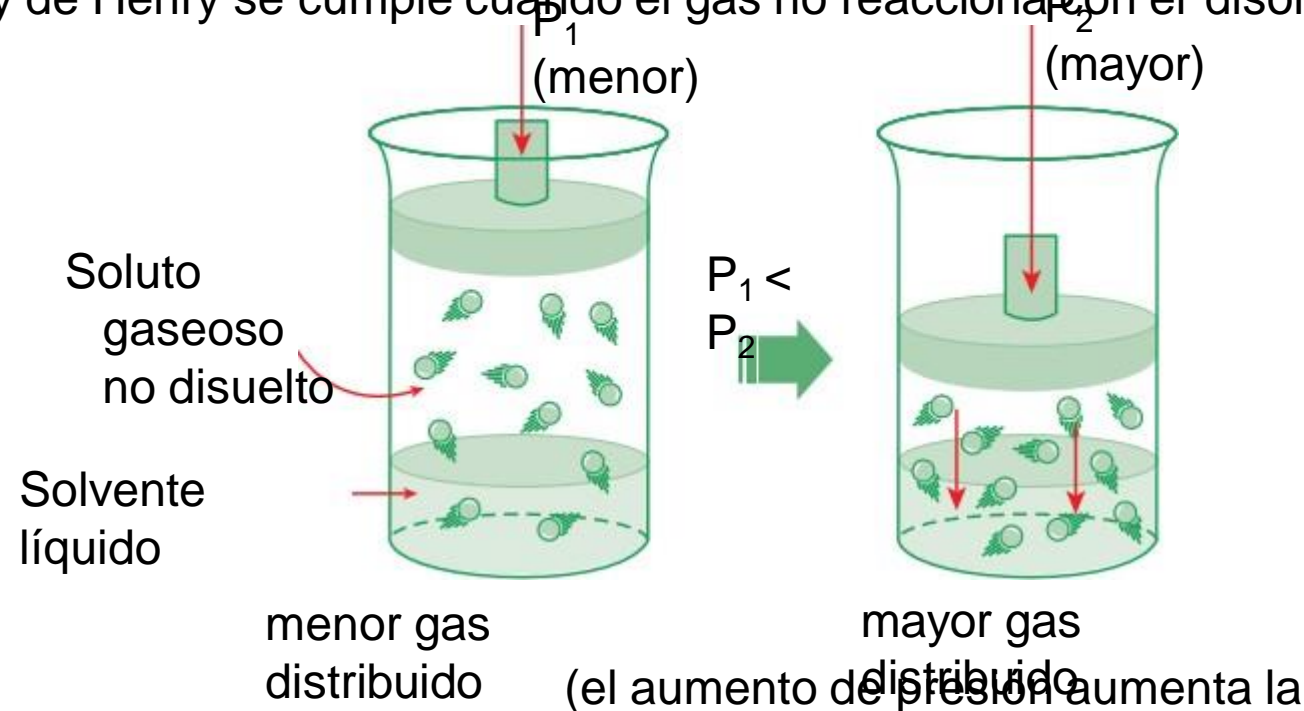
Este factor no influye de forma apreciable en la solubilidad de sólidos y líquidos, pero sí modifica considerablemente la solubilidad de un gas.

La solubilidad de los gases en un líquido a una determinada temperatura se rige

mediante la ley de William Henry, químico inglés, que establece lo siguiente:

“La solubilidad de un gas en un líquido, varía en forma directa a la presión parcial de dicho gas sobre la disolución”

La ley de Henry se cumple cuando el gas no reacciona con el disolvente.



3. NATURALEZA QUÍMICA DEL SOLUTO Y EL SOLVENTE

Este factor podemos tomarlo en términos sencillos en el siguiente sentido: una sustancia podrá ser muy soluble en un determinado solvente pero este no permite asegurar que lo sea en otros solventes. Para ejemplificar lo dicho, hay que observar la solubilidad del azúcar y el yodo (en g/100 g de solvente a 20°C) utilizando solventes agua y alcohol.

		Solutos	
		azúcar	yodo
Solventes	agua	179	0,029
	alcohol	0,9	20,5

Se puede notar claramente que el azúcar (polar) es muy soluble en agua (polar), pero poco soluble en alcohol; a su vez, el yodo (apolar) es muy poco soluble en agua, pero muy soluble en alcohol (polar).

NOTA: La velocidad de agitación y el grado de subdivisión del soluto sólido solo incrementan la velocidad de la disolución, pero no la cantidad de soluto disuelto



PROCESO DE DISOLUCIÓN

Llamado también proceso de solvatación o de hidratación (si el solvente es el agua). Es el proceso físico (no hay reacción química) en donde el soluto (sólido, líquido o gas) se disuelve en el solvente (líquido). En el proceso de la disolución, los factores más importantes a considerar son dos:

- Interacción del soluto y del disolvente para formar partículas solvatadas, formando así sistemas de **mínimo energía y mayor estabilidad**.
- La tendencia del sistema a adquirir un máximo de desorden molecular (**mayor entropía**).

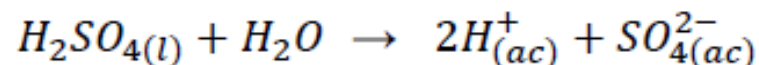
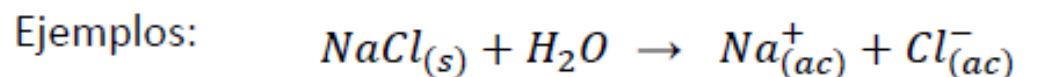
El proceso de disolución se clasifica en solvatación iónica y molecular

a) Solvatación iónica

El soluto al disolverse se disocia en iones, los cuales son rodeados por las moléculas del solvente (se solvatan). En el caso de soluciones acuosas se hidratan.

El solvente debe ser polar (agua, alcohol, acetona, etc) y el soluto es un compuesto iónico, un ácido, etc.

La solución formada se llama iónica o electrolítica porque conduce la corriente eléctrica.

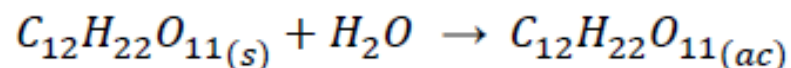
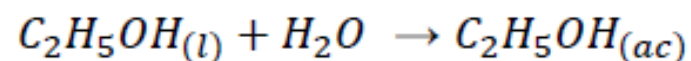


b) Solvatación molecular

El soluto al disolverse en el solvente se disocia en moléculas las cuales son rodeadas por las moléculas del solvente (se solvatan).

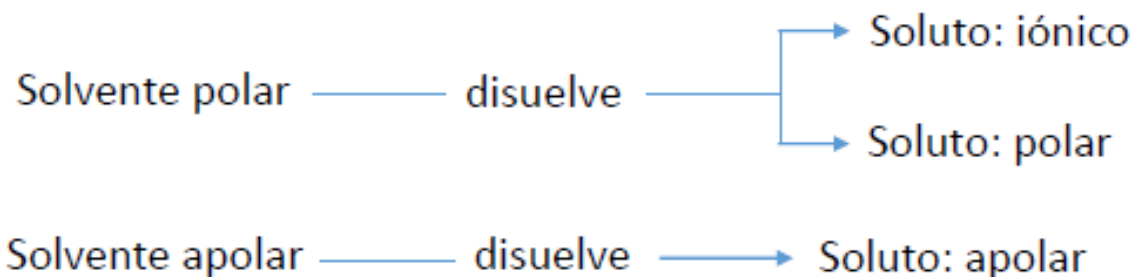
La solución formada se llama molecular o no electrolítica porque no conduce la corriente eléctrica.

Ejemplos:



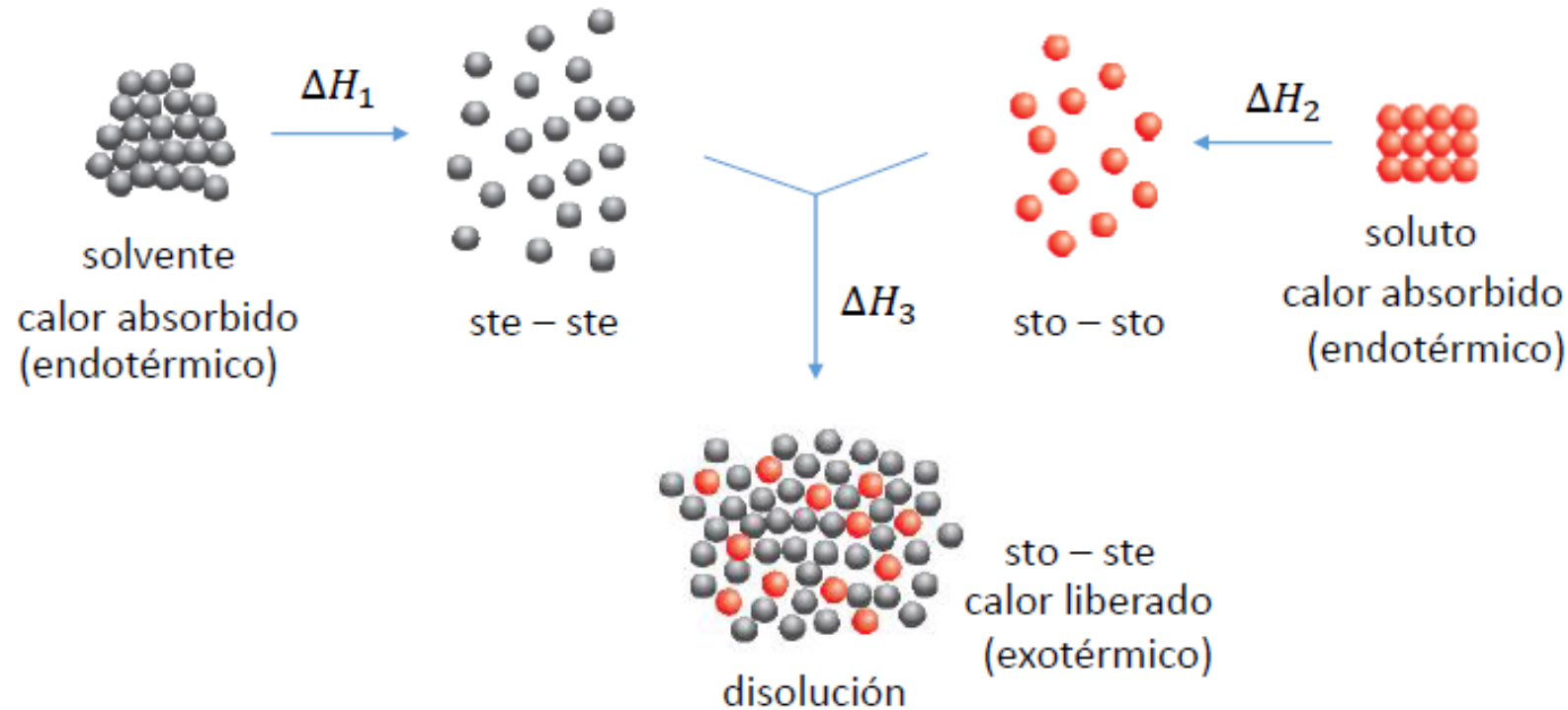
En resumen:

La solvatación es la interacción entre el soluto y el solvente pero que no llegan a generar una reacción química, en el proceso de solvatación debemos recordar:



“Lo semejante disuelve a lo semejante”

Para que se forme una solución líquida (las soluciones más comunes) el soluto y el solvente tienen afinidad química, es decir, las interacciones sto-ste deben ser predominantes, es por ello que los solutos polares o iónicos se disuelven muy bien en disolventes polares.



Si $\Delta H_3 > \Delta H_1 + \Delta H_2 \rightarrow$ la solución es exotérmica ($\Delta H_{dis} < 0$), ejemplo: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$

Si $\Delta H_3 < \Delta H_1 + \Delta H_2 \rightarrow$ la solución es endotérmica ($\Delta H_{dis} > 0$), ejemplo: $\text{NaCl}_{(\text{ac})}$

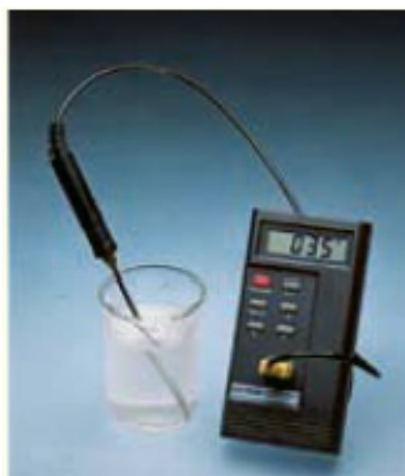
Si $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 \rightarrow$ la solución es ideal, ejemplo: tolueno en benceno, hexano en ciclohexano

Los deportistas se benefician de ambas situaciones cuando utilizan paquetes calientes o fríos para tratar sus lesiones. Ambas clases de paquetes consisten en una bolsa interior con agua y un producto químico seco, ya sea CaCl_2 o MgSO_4 para los paquetes calientes, y NH_4NO_3 para los fríos. Cuando se oprime el paquete, la bolsa interior se rompe y el sólido se disuelve, con lo que la temperatura aumenta o disminuye

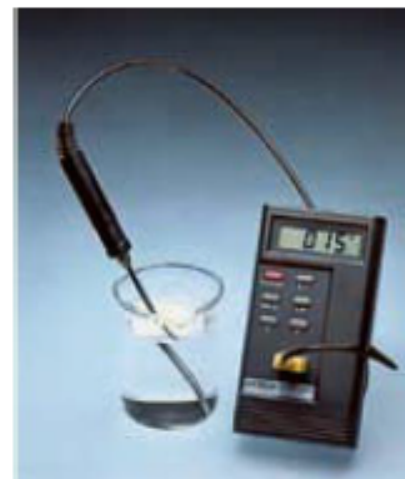


Paquetes calientes: $\text{MgSO}_{4(s)}$ $\Delta H_{\text{disoln}} = -91.2 \text{ kJ/mol}$
 $\text{CaCl}_{2(s)}$ $\Delta H_{\text{disoln}} = -81.3 \text{ kJ/mol}$

Paquetes fríos: $\text{NH}_4\text{NO}_{3(s)}$ $\Delta H_{\text{disoln}} = +25.7 \text{ kJ/mol}$



La disolución del CaCl_2 en agua es exotérmica, lo que hace que la temperatura del agua aumente de su valor inicial de 25°C



La disolución del NH_4NO_3 es endotérmica, por lo que la temperatura del agua disminuye de su valor inicial de 25°C .

7. CONCENTRACIÓN

Es una propiedad física intensiva que indica la cantidad de sustancia disuelta (solute) en una determinada cantidad de solvente o solución. La cantidad de sustancia disuelta puede ser masa, volumen, mol o equivalente gramo.

En general

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solvente o solución}}$$

7.1 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Son formas o maneras de indicar la cantidad de soluto en la solución. Actualmente se utilizan muchas unidades de concentración, dependiendo de la naturaleza de la solución.



TIPOS DE UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

UNIDADES FÍSICAS

% en peso (%W)	% en volumen (%V)	% en peso/volumen (%W/V)	Partes por millón (ppm)
Indica la masa de soluto por cada 100 g de solución	Indica el volumen de soluto por cada 100 mL de solución	Indica la masa de soluto por cada 100 mL de solución	$ppm = \frac{W_{sto}(mg)}{V_{sol}(L)}$
$\%W = \frac{W_{sto}(g)}{W_{sol}(g)} \times 100$	$\%V = \frac{V_{sto}(mL)}{V_{sol}(mL)} \times 100$	$\% \frac{W}{V} = \frac{W_{sto}(g)}{V_{sol}(mL)} \times 100$	Ej: 1 ppm = 1 mg/L
$W_{sol} = W_{sto} + W_{ste}$	$V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$	$V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$	

UNIDADES QUÍMICAS

Molaridad (M)	Normalidad (N)	Molalidad (m)
$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}(L)} = \frac{\frac{W_{sto}}{\bar{M}_{sto}}}{V_{sol}(L)} \left(\frac{mol}{L} \right)$ Además: $M = \frac{10 \cdot \rho_{sol} \cdot \%W_{sto}}{\bar{M}_{sto}}$	$N = \frac{\#eq_{sto}}{V_{sol}(L)} = \frac{\frac{W_{sto}}{PE_{sto}}}{V_{sol}(L)}$ Donde: $PE = \frac{\bar{M}}{\theta}$ Además: $N = \frac{(n \times \theta)_{sto}}{V_{sol}(L)} = M \times \theta \left(\frac{Eq}{L} \right)$	$m = \frac{n_{sto}}{W_{ste}(kg)}$ Unidad : mol/kg <> molal Además: $m = \frac{10^3 \cdot \%W_{sto}}{\bar{M}_{sto} \cdot \%W_{ste}}$

Expresiones de concentración dependientes e independientes de la temperatura

El volumen de una disolución acuosa se modifica a medida que cambia la temperatura. Así, la concentración de una disolución dada a una determinada temperatura puede no ser correcta para la misma disolución a otra temperatura.

Concentraciones independientes de la temperatura			
$m = \frac{n_{sto}}{W_{ste}(kg)}$	$\%W = \frac{W_{sto}(g)}{W_{sol}(g)} \times 100$	$fm_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + n_{ste}}$	$ppm = \frac{\text{peso de sto}}{\text{peso de la sol}} \times 10^6$
Concentraciones dependientes de la temperatura			
$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}(L)}$	$N = \frac{\#eq - g_{sto}}{V_{sol}(L)}$	$\%V = \frac{V_{sto}(mL)}{V_{sol}(mL)} \times 100$	$\% \frac{W}{V} = \frac{W_{sto}(g)}{V_{sol}(mL)} \times 100$

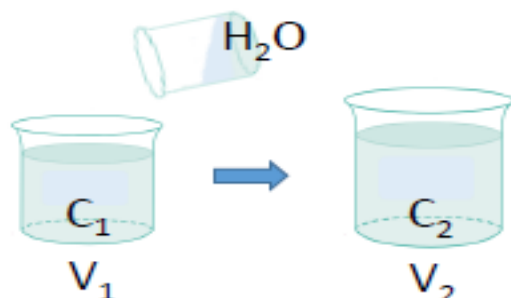
Observación:

- Si el soluto es un sólido o un gas $\rightarrow V_{sol} = V_{ste}$
- Si el soluto es un líquido $\rightarrow V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$
- La fracción molar es una unidad química de concentración.
- La densidad (ρ) se considera una unidad de concentración física.

OPERACIONES CON SOLUCIONES

Dilución

Es aquel proceso físico en disminuir la concentración de una solución agregando una determinada cantidad de solvente



$$n_{sto(1)} = n_{sto(2)}$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

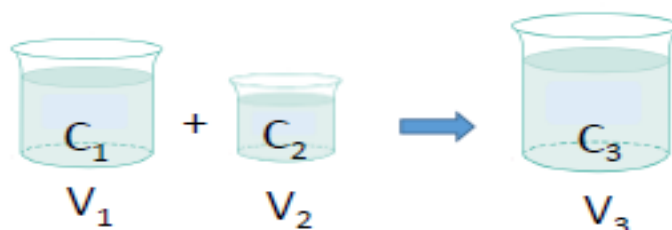
Donde $V_2 = V_1 + V_{H_2O}$

$$\%m_1 \cdot m_{SOL1} = \%m_2 \cdot m_{SOL2}$$

$$\%V_1 \cdot V_{SOL1} = \%V_2 \cdot V_{SOL2}$$

Mezcla de soluciones

Proceso físico en que la cantidad de soluto en la mezcla final será igual a la suma de las cantidades de los solutos mezclados



$$n_{sto(1)} + n_{sto(2)} = n_{sto(3)}$$

$$M_1 V_1 + M_2 V_2 = M_3 V_3$$

$$N_1 V_1 + N_2 V_2 = N_3 V_3$$

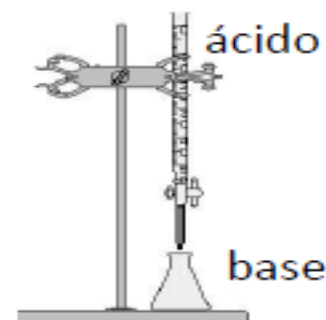
Donde $V_3 = V_1 + V_2$

$$\%m_1 \cdot m_{SOL1} + \%m_2 \cdot m_{SOL2} = \%m_3 \cdot m_T$$

$$\%V_1 \cdot V_{SOL1} + \%V_2 \cdot V_{SOL2} = \%V_3 \cdot V_T$$

Neutralización

Reacción entre un ácido y una base para formar sal y agua, que lo hacen con igual número de equivalentes gramos.



$$\#Eq(\text{ácido}) = \#Eq(\text{base})$$

$$N_A V_A = N_B V_B = N_{SAL} V_{SAL}$$

$$M_A \theta_A V_A = M_B \theta_B V_1$$

$$\frac{W_A}{PE(A)} = \frac{W_B}{PE(B)}$$

EJEMPLO APLICATIVO – 1

A 200 mL de una solución de KOH se le adicionan 300 mL de agua. Si la concentración de la solución resultante es 0,8 molar, calcule la concentración molar inicial de la solución.

A) 2,0

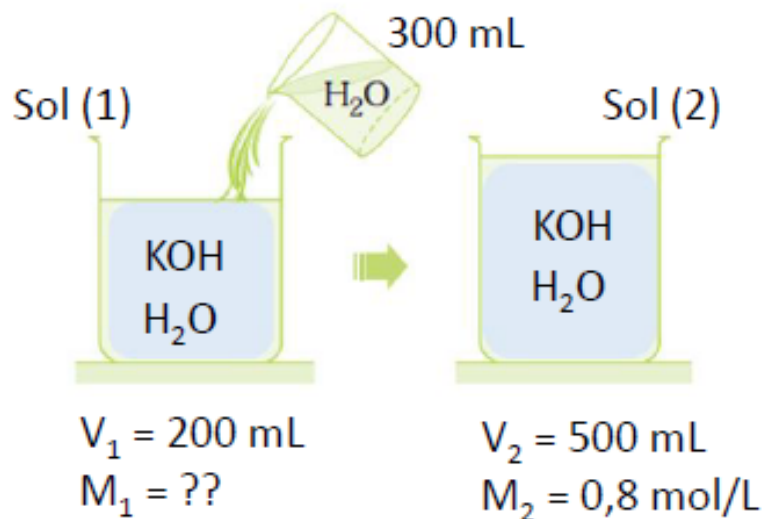
B) 1,0

C) 2,5

D) 3,0

E) 1,5

Resolución



En un proceso de dilución se cumple que la cantidad de soluto, KOH, se mantiene constante.

$$n_{KOH}^{sol\ 1} = n_{KOH}^{sol\ 2}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$M_1 \cdot 200 = 0,8 \cdot 500$$

$$\therefore M_1 = 2,0 \text{ mol/L}$$

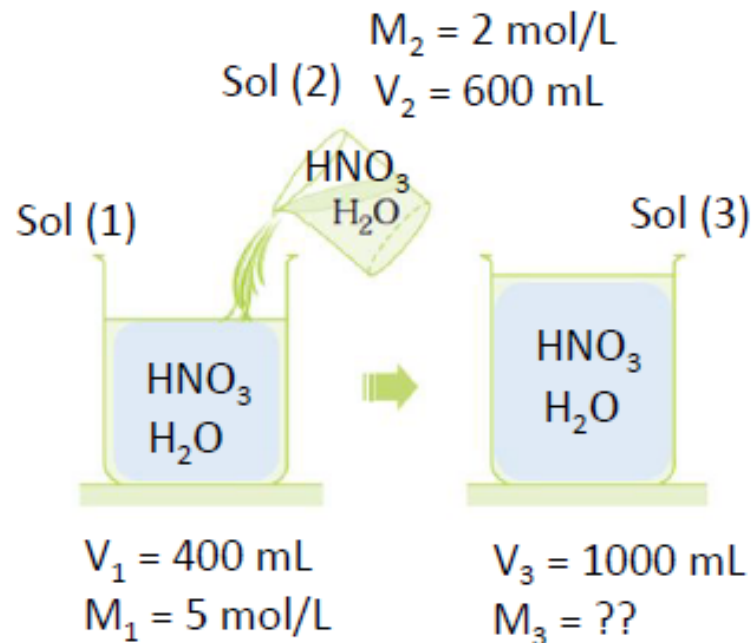
Rpta. A

EJEMPLO APLICATIVO – 2

En un frasco se tiene 400 mL de HNO_3 5 molar. Si a dicho frasco se le adicionan 600 mL de HNO_3 2 molar, calcule la nueva concentración molar de la solución.

- A) 1,8 B) 2,5 C) 3,2 D) 4,0 E) 3,5

Resolución



En una mezcla de 2 soluciones con el mismo soluto, se cumple que la cantidad de soluto, HNO_3 , se suman.

$$n_{\text{HNO}_3}^{\text{sol 1}} + n_{\text{HNO}_3}^{\text{sol 2}} = n_{\text{HNO}_3}^{\text{sol 3}}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$$

$$5 \cdot 400 + 2 \cdot 600 = M_3 \cdot 1000$$

$$\therefore M_3 = 3,2 \text{ mol/L}$$

Rpta. C

EJEMPLO APLICATIVO – 3

Se tienen dos soluciones de HCl de concentración diferentes. La solución A contiene 36% en peso de HCl y la solución B 5,5 % en peso de HCl . ¿Cuántos gramos de la solución B deben mezclarse con 250 g de la solución A para obtener una solución al 25% en peso de HCl ?

A) 50

B) 100

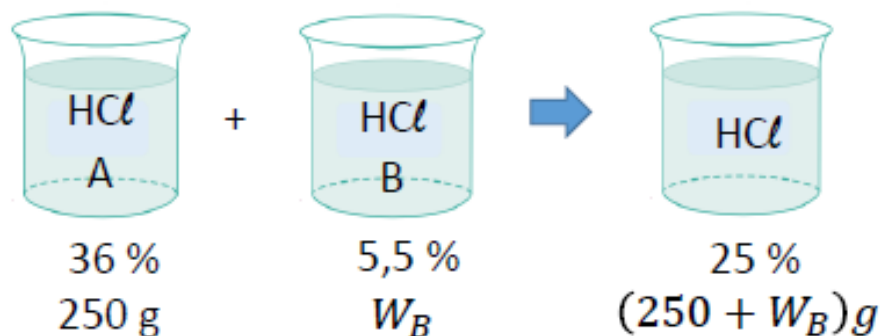
C) 141

D) 191

E) 210

Resolución

Se sabe $\%W = \frac{W_{sto(g)}}{W_{sol(g)}} \times 100$



En la mezcla de soluciones se cumple:

$$W_{sto(A)} + W_{sto(B)} = W_{sto(total)}$$

Reemplazando

$$\frac{36(250)}{100} + \frac{5,5(W_B)}{100} = \frac{25(250 + W_B)}{100}$$

$$\therefore W_B = 141 g$$

Rpta. C

EJEMPLO APLICATIVO – 4

En un matraz se tiene 100 mL de ácido nítrico, HNO_3 , al 0,5 molar. Calcule el volumen necesario de una solución de hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, al 0,25 molar para neutralizar por completo la solución ácida.

- A) 50 mL B) 75 mL C) 200 mL D) 100 mL E) 10 mL

Resolución

Al HNO_3 es un ácido y el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base. Cuando estas sustancias interactúan, se produce la reacción de neutralización. En dicha reacción se cumple lo siguiente:

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

$$(M_A \cdot \theta_A) \cdot V_A = (M_B \cdot \theta_B) \cdot V_B$$

Ácido: HNO_3

$$\theta_A = 1$$

reemplazando

Base: $\text{Ba}(\text{OH})_2$

$$\theta_B = 2$$

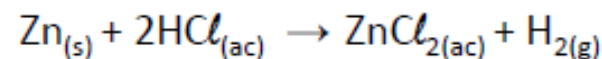
$$(0,5 \times 1) \cdot x \cdot 100 = (0,25 \times 2) \cdot V_B$$

$$V_B = 100 \text{ mL}$$

Rpta. D

EJEMPLO APLICATIVO – 5

La reacción entre un metal activo y un ácido produce hidrógeno gaseoso por desplazamiento. Si 6,5 g de zinc reacciona con 200 mL de HCl 2M, determine el volumen de $\text{H}_{2(g)}$ en litros, medido a condiciones normales, de acuerdo a la siguiente reacción química:



Masas atómicas: $\text{Zn} = 65$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{H} = 1$

A) 2,24

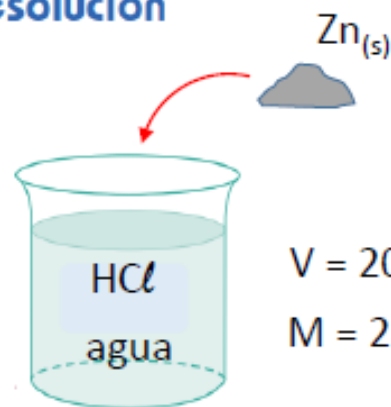
B) 4,48

C) 11,2

D) 22,4

E) 44,8

Resolución



$V = 200 \text{ mL}$

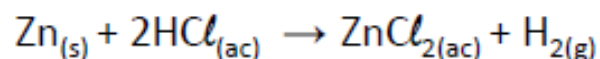
$M = 2$

$n_{\text{HCl}} = 0,4 \text{ mol}$

RL = Zn; RE = HCl

Piden V_{H_2} a CN

$$V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times 22,4 \text{ L}$$



1 mol

0,1 mol



$$\therefore V_{\text{H}_2} = 0,1 \times 22,4 = 2,24 \text{ L}$$

Rpta. A

EJEMPLO APLICATIVO – 6

Cuando se mezcla 24 mL de una solución de AgNO_3 0,1 M con 80 mL de NaCl 0,2 M, ocurre una reacción de precipitación. Calcule los miligramos de precipitado de cloruro de plata que se forma en dicha reacción.

Masas atómicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{Cl} = 35,5$

A) 229,5

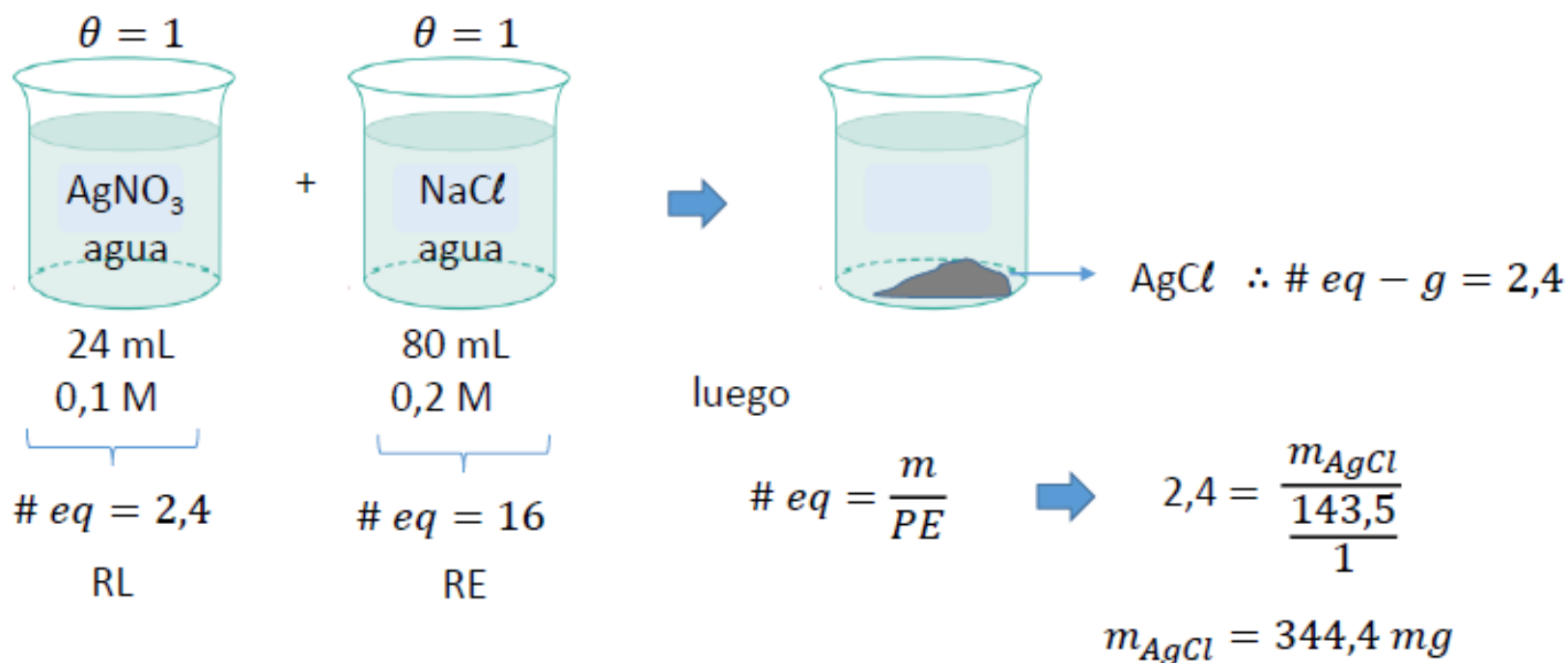
B) 344,4

C) 123,5

D) 280,5

E) 172,2

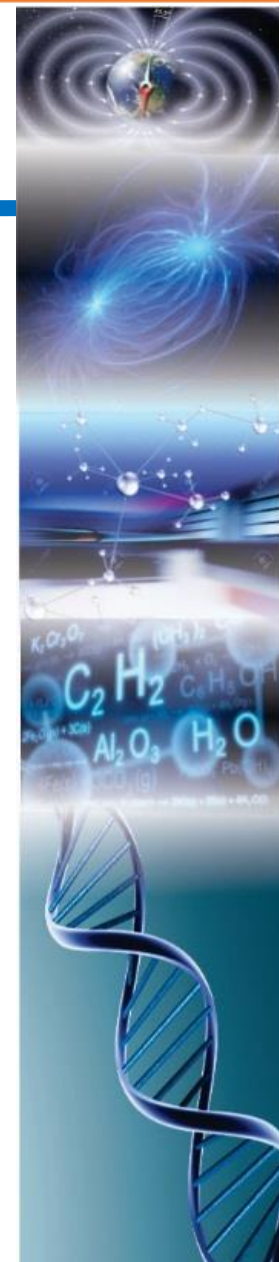
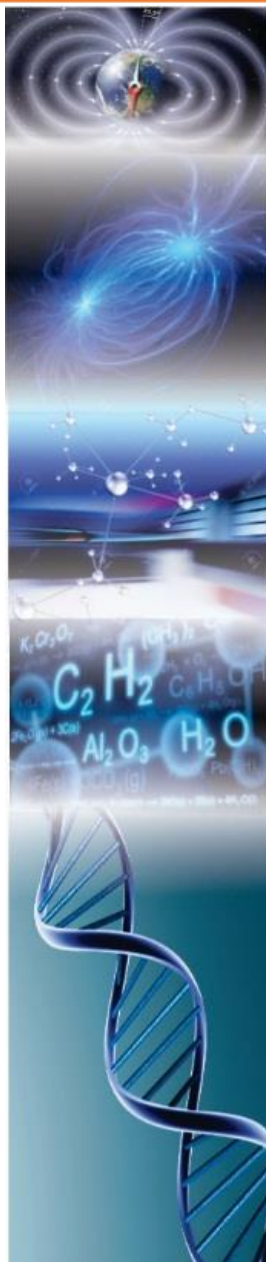
Resolución



Rpta. B

MOMENTO DE PRACTICAR

PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN



SISTEMAS DISPERSOS. CLASIFICACIÓN

01. Respecto a los sistemas dispersos, indique qué proposiciones son verdaderas.

I. Son mezclas de dos o más sustancias, en las que ninguna de ellas pierde su identidad.

II. Están formados por una fase dispersante o continua y una fase dispersa o discontinua.

III. Sus componentes se pueden separar por métodos químicos.

A) Solo II **(B)** I y II C) Solo II D) I y III E) Todas

02. Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. El tamaño de partícula de las suspensiones es mayor que la de los coloides.

II. Los coloides presentan el efecto Tyndall, mientras que las soluciones no.

III. Las soluciones son sistemas homogéneos y las suspensiones son heterogéneas.

A) FVV B) VFF **(C)** VVV D) FFF E) FVF

UNI 2007-I

03. Dadas las siguientes proposiciones referidas a coloides:

I. Dispersan la luz.

II. Es posible diferenciar a simple vista la fase dispersa de la fase dispersante.

III. Un ejemplo de coloide es una dispersión de un gas en un líquido.

Son correctas:

A) Solo I

B) Solo II

C) Solo III

(D) I y III

E) Todas

UNI 2008-II

04. Respecto a los coloides, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Presentan efecto Tyndall

II. Presentan movimiento browniano

III. Pueden formarse al mezclar dos gases

A) Solo I

B) Solo II

C) Solo III

(D) I y II

E) II y III

PARCIAL 2012-II

SOLUCIONES. PROPIEDADES GENERALES

05. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

I. Los componentes de una solución se separan por métodos físicos.

II. El estado físico de una solución lo define el solvente.

III. Toda mezcla gaseosa es una solución.

☒ A) VVV B) VFV C) FFV

D) VVF E) VFF

06. Señale la alternativa que contiene un par de dispersiones correspondiente a una solución acuosa y a una solución gaseosa.

A) bronce - aire húmedo

B) formol - neblina

C) vinagre - humo

☒ D) salmuera - aire seco

E) gasolina - gas doméstico

07. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

I. Las propiedades de una solución dependen de su concentración.

II. En una solución saturada de una sal en agua se cumple que la velocidad de disolución y cristalización son iguales.

III. Al disolver KCl en el agua, se forma una solución electrolítica.

A) VFV

☒ B) FVV

C) VVF

D) VVV

E) VFF

08. Dadas las siguientes proposiciones sobre soluciones acuosas:

I. Son mezclas homogéneas.

II. Si el soluto es la sacarosa la solución es no conductora.

III. Si la solución contiene iones, entonces presenta propiedad conductora.

A) Solo I

B) Solo II

C) Solo III

D) I, II

☒ E) I, II y III

PARCIAL 2013-I

SOLUBILIDAD

09. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones

I. Solubilidad es la máxima cantidad de soluto que logra disolverse en una cantidad dada de disolvente a una temperatura dada.

II. Se denomina solución insaturada cuando la concentración del soluto es menor que la del solvente

III. La interacción soluto – disolvente es un factor que afecta la solubilidad.

A) VVF

B) FVV

C) FFF

D) VVV

☒ E) VFV

10. Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. Las sustancias iónicas tienden a disolverse en solventes polares.

II. La solubilidad de un sólido soluble en agua, a una temperatura definida, es mayor cuando el sólido se encuentra más pulverizado.

III. La solubilidad de un gas en un líquido aumenta al aumentar la temperatura.

A) VVV

B) VVF

☒ C) VFF

D) FVV

E) FVF

UNI 2010-I



FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS